jusqu'à s'annuler lorsque les concentrations deviennent $\mathbf{C'_1 = 43.10^{-3} mol.L^{-1}}$ et $\mathbf{C'_2 = 2.10^{-3} mol.L\text{-}1.}$

1°) Calculer la **fem** normale $\mathbf{E^0}$ de la pile. Qui est le plus réducteur, le fer ou le cadmium ?

2°) Calculer les concentrations initiales $\mathbf{C_1}$ et $\mathbf{C_2}$ des deux solutions.

3°) Représenter la courbe $\mathbf{E = f(\log \pi)}$ montrant la variation de la **fem E** de la pile lorsque celle-ci fonctionne (π est la fonction des concentrations de l'équation associée).

Exercice N°5 :

Une pile est constituée de deux couples redox suivants $\mathbf{Cu^{2+}/Cu}$ et $\mathbf{M^{2+}/M}$ (**M : métal inconnu**) pris dans les conditions normales et à la même concentration. L'électrode du cuivre est placée à droite.

1°)

a- Sachant qu'une lame de ce métal **M** est attaquée par une solution aqueuse d'acide chlorhydrique alors qu'une lame de cuivre ne l'est pas, montrer que le pôle positif de la pile est l'électrode du cuivre.

b- Faire un schéma de la pile en précisant le sens du courant électrique et celui des électrons dans le circuit extérieur.

c- Ecrire, en le justifiant, les équations des réactions aux électrodes lorsque la pile débite du courant. Déduire l'équation de la réaction spontanée qui se produit.

2°)

a- Définir la **fem** normale de la pile.

b- Sachant que cette **fem** normale est égale à **0,78V** et que le potentiel normal d'électrode du couple $\mathbf{Cu^{2+}/Cu}$ **est** $\mathbf{E^0_{(Cu2+/Cu)} = 0,34V}$, calculer le potentiel normal d'électrode du couple $\mathbf{M^{2+}/M}$.

c- Identifier le métal **M** en utilisant le tableau suivant :

Couple rédox	$\mathbf{Co^{2+}/Co}$	$\mathbf{Fe^{2+}/Fe}$	$\mathbf{Ni^{2+}/Ni}$	$\mathbf{Zn^{2+}/Zn}$
E° couple(V)	**-0,29**	**-0,44**	**- 0 ,25**	**- 0,76**

d- Proposer une autre méthode, en l'expliquant, permettant de déterminer le potentiel normal d'électrode du couple $\mathbf{M^{2+}/M}$.